

Loi de Boyle Mariotte

Détermination De La Constante Des Gaz Parfaits

INTRODUCTION :

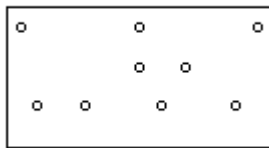
La thermodynamique est la science qui étudie et décrit le comportement de la matière ou des systèmes, en fonction des notions de température T , d'énergie (chaleur Q , travail W ...) et d'entropie S . La thermodynamique :

- étudie l'évolution ou les transformations de la matière ou des systèmes en considérant les variations d'état du système, lors d'échanges d'énergie entre le milieu extérieur et le système.
- repose sur 2 notions de base, l'énergie interne (U) et l'entropie (S) qui satisfont aux deux principes suivants, qui stipulent que :
 - l'énergie se conserve (premier principe de conservation de l'énergie)
 - l'entropie ne peut qu'augmenter (deuxième principe d'évolution)

*** Perte Théorique :**

Les gaz parfaits : Le gaz parfait est un gaz idéal :

- il correspond à un gaz dilué c.à.d un gaz à pression réduite
- c'est un ensemble de N atomes ou molécules identiques sans interaction entre eux et soumis à une agitation perpétuelle et aléatoire (dite agitation moléculaire ou thermique)



- les molécules se déplacent dans toutes les directions
- l'énergie cinétique d'une molécule est $\frac{1}{2} m v_i^2$

Fig1. Modèle du gaz parfait

● **Hypothèses du gaz parfait** (Théorie cinétique des gaz)

- les atomes ou molécules du gaz sont assimilés à des masses ponctuelles

les molécules sont sans interaction entre elles (énergie potentielle E)

Loi De Boyle-Mariotte :

La loi de Mariotte est une des lois de la thermodynamique. Elle relie la pression et le volume d'un gaz parfait tenu à température constante.

$P V = k$, où V est le volume de gaz, P sa pression, et k une constante. Le volume est exprimé en mètres cubes ou litres et la pression en pascals, en utilisant des unités SI.

En d'autres termes, maintenir la température constante pendant une augmentation de pression d'un gaz exige une diminution de volume.

Inversement, la réduction de la pression du gaz passe par une augmentation de volume. La valeur exacte du constant k n'a pas besoin d'être connue pour se servir de la loi dans la comparaison entre deux volumes de gaz à la température égale :

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

La loi a été découverte à quelques années d'intervalle par l'Anglais Robert Boyle et par le Français Edme Mariotte. Les plus « diplomates » l'appellent *loi de Boyle Mariotte*. C'est Guillaume Amontons qui précisa en 1702 que cette loi n'est valable qu'à température constant.

Formulation de la loi :

$$P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2$$

Avec:

- P_1 = Pression de départ
- P_2 = Pression d'arrivée
- V_1 = Volume de départ
- V_2 = Volume d'arrivée

On peut également dire que La pression multipliée par le volume est une constante =>
 $PV = Cste$

Matériels Utilisés :

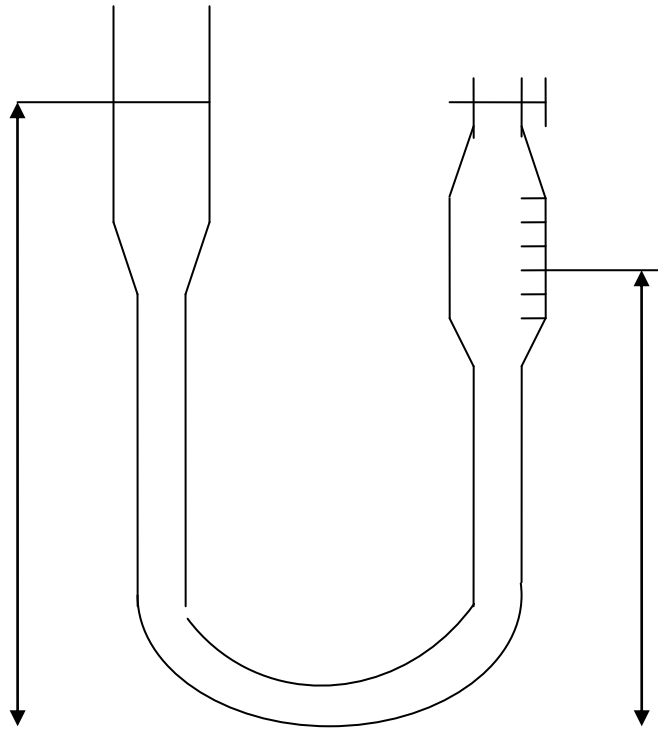
- burette graduée.
- réservoir.
- tuyau qui relie la burette avec le réservoir.

Mode Opératoire :

D'abord on ouvre le robinet c(les deux niveaux A et B dans le même horizontal car la pression est atmosphérique) et on le ferme pour emprisonner un volume du gaz dans la burette appelé volume total :

$$V_T = V_{LU} + V_{mort}$$

- Le V_{lu} est lu à partir de la graduation de la burette.
- Le V_{mort} est indiqué dans chaque burette.



On produit une variation de pression dans B en changeant le niveau du réservoir A dans le même temps on mesure h_2 et h_1 .

La pression dans B est exprimé par : $P = P_0 \text{ (atm)} + \Delta P$

P_0 : pression atmosphérique .

Δp : $\Delta p = h_2 + h_1$.

* On détermine le volume en B pour quatre pressions différentes à P (atm).

* Perte Expérimentale :

a)

tableau 1 :

Série 1	$P=P_0+\Delta P_{(mmhg)}$	$P(atm)$	$V(L)$	$P.V(J)$
	760	0.967	15	1.47
	625.48	0,790	20	1,602
	667.28	0,668	25	1,692
Série 2	$P=P_0+\Delta P_{(mmhg)}$	$P(atm)$	$V(L)$	$P.V(J)$
	760	0.967	30	2.940
	673.36	0.853	35	3.027
	676.4	0.743	40	3,012
Série 3	$P=P_0+\Delta P_{(mmhg)}$	$P(atm)$	$V(L)$	$P.V(J)$
	760	0.960	60	5.838
	712.88	0.898	65	5.915
	718.2	0.843	70	5.978
Série 4	$P=P_0+\Delta P_{(mmhg)}$	$P(atm)$	$V(L)$	$P.V(J)$
	760	0.960	90	8.757
	725.8	0.915	95	8.806
	728.84	0,874	100	8.86

Tableau 2 :

Séries	1	2	3	4
$(P.V)_{\text{moy}}(J)$	1,588	2.993	5.910	8.807
n(mole)	0,65.10	1,2.10	2,4.10	3,6.10

c- détermination de R graphiquement en (J / K. mol) et en (L.atm /K.mol) :

Le graphe est une ligne droite qui passe a l'origine sa équation est de la forme :

$$\begin{array}{l} \text{Et on a :} \\ \left\{ \begin{array}{l} P.V = a.n \quad \dots \quad (1) \quad (a : \text{tangente de } \dots) \\ P.V = n.R.T \quad \dots \quad (2) \end{array} \right. \end{array}$$

D'après (1) et (2) on a : $a = R.T \Rightarrow R = a/T$

Calcul de (a) :

$$Tg \dots = (pv)_2 - (pv)_1 / n_2 - n_1$$

$$\begin{aligned} \text{An } Tg \dots &= (5.910 - 2.993) * 1000 / (2.4 - 1.2) \\ &= 2430.83 \end{aligned}$$

$$R = 2430.83 / 293 = 8.3$$

$$R = 8.3 \text{ (J/KMOL)}$$

$$1 \text{ atm} = 101.3 \text{ j}$$

Ce qui implique que :

$$R = 8.3 \text{ (j/k.mol)} = 0.082 \dots (\text{l.atm/k.mol})$$

Conclusion :

Les gaz parfaits se caractérisent par un constant r tel que $r=8.32\text{J/K.mole}$, est ce r est déterminé par la loi de Boyle Mariotte ou la **$T= C\theta$** et le **V** est inversement relié à sa **P** .